PART7　電離平衡の問題演習

目標　・化学平衡の問題の解法をしっかりと定着させよう！

Chapter1　弱酸を使った中和滴定とpH

要点

弱酸を使った中和滴定と pH

滴定前：弱酸の電離平衡　$[H^+] = \sqrt{cK_a}$

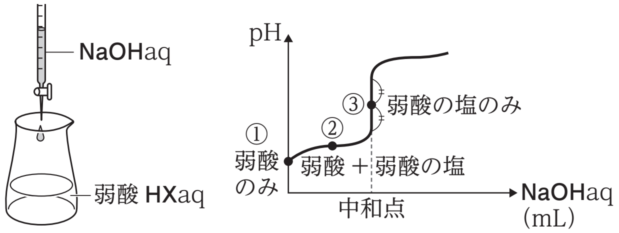
中和点前：緩衝液　$[H^+] = K_a \times \dfrac{c_a}{c_s}$

中和点：塩の加水分解　$[OH^-] = \sqrt{\dfrac{cK_w}{K_a}}$

◆ 弱酸を使った中和滴定とpH　重要

弱酸に強塩基を滴下する中和滴定で考えてみよう。

滴定曲線は以下のようになる。



この滴定曲線の中に，平衡状態が 3 つある。その 3 点の pH の出し方を再度確認しておこう。

①　滴定前（弱酸の電離平衡）

滴定前，コニカルビーカーの中は弱酸のみである。よって，成立しているのは弱酸の電離平衡となる。

$$[H^+] = \sqrt{cK_a} \quad \left(\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}\right)$$

②　中和点前（緩衝液）

中和点より前は，未反応の弱酸と，反応により生じた弱酸の塩の混合溶液となっている。すなわち緩衝液である。

$$[H^+] = K_a \times \frac{c_a}{c_s}$$

③　**中和点（塩の加水分解）**

中和点では，全ての弱酸が反応により塩に変化し，塩の水溶液となっている。すなわち塩の加水分解が起こっている。

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{cK_w}{K_a}}$$

どの点について問われているのかをしっかり把握し，適切な公式を使えるようになろう！

まとめ

・弱酸に強塩基を滴下する中和滴定において，

滴定前：弱酸の電離平衡　$[H^+]$ ＝（　　　　　）

中和点前：緩衝液　$[H^+]$ ＝（　　　　）

中和点：塩の加水分解　$[OH^-]$ ＝（　　　　　　）

Chapter2　電離平衡の計算問題①

問　0.030mol/L の酢酸水溶液の pH を求めよ。ただし，電離度は 1 に比べて十分小さいものとし，酢酸の電離定数は $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$mol/L，log3 ＝ 0.48 とする。

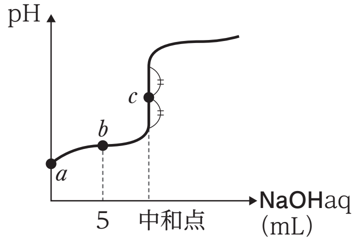
Chapter3　電離平衡の計算問題②

問　0.20mol/L の酢酸 100mL に 0.20mol/L の水酸化ナトリウム水溶液を 50mL 加えたとき，溶液の pH はいくらか。ただし，酢酸の電離定数は $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$mol/L，log2.7 ＝ 0.43 とする。

Chapter4　電離平衡の計算問題③

問　図は 0.10mol/L の酢酸水溶液 10mL に 0.10mol/L の水酸化ナトリウム水溶液を滴下したときの滴定曲線である。

以下の問いに答えよ。



ただし，電離度は 1 に比べて十分小さいものとし，酢酸の電離定数 $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$mol/L，log2.7 = 0.43 とする。

⑴　点 a の pH を求めよ。

⑵　点 b の pH を求めよ。

⑶　点 c では溶液が塩基性を示す。その理由を化学反応式を用いて説明せよ。

< Note >

第 8 講　PART7　確認問題

問 1　0.27mol/L の酢酸があるとすると，この酢酸の pH は（　ア　）となる。この酢酸 100mL に 0.27mol/L の水酸化ナトリウム水溶液を 50mL 加えると，溶液の pH は（　イ　）になる。ここからさらに水酸化ナトリウム水溶液を 50mL 加えていくと，溶液は（　ウ　）性を示す。

(1)　文中の（　ア　）に当てはまる数として最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。ただし，酢酸の電離定数 $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$mol/L，$\log 2.7 = 0.43$ とする。

① 2.6　　② 3.4
③ 5.6　　④ 6.4

(2)　文中の（　イ　）に当てはまる数として最も適当なものを，次の①～④のうちから一つ選べ。ただし，酢酸の電離定数 $K_a = 2.7 \times 10^{-5}$mol/L，$\log 2.7 = 0.43$ とする。

① 3.6　　② 4.6
③ 5.6　　④ 6.6

(3)　文中の（　ウ　）に当てはまる語句として最も適当なものを，次の①～③のうちから一つ選べ。

① 酸　　② 塩基
③ 中

< Note >

第 8 講　化学平衡

PART1　平衡定数

問　2.4 mol

PART2　ルシャトリエの原理

問　(1)　左向き

(2)　移動しない

(3)　移動しない

(4)　左向き

PART3　工業的製法とルシャトリエの原理

問　(1)　発熱反応

(2)　③

PART4　水のイオン積・強酸強塩基のpH

問　12.7

PART5　弱酸・弱塩基の電離平衡

問　(1)　2.8

(2)　11

PART6　緩衝液・塩の加水分解

問　4.6

PART7　電離平衡の問題演習

Chapter2

問　3.0

Chapter3

問　4.6

Chapter4

問　(1)　2.8

(2)　4.6

(3)　加水分解 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$により水酸化物イオンを生じるため

PART8　溶解度積

問　(1)　$1.7 \times 10^{-10} (mol/L)^2$

(2)　小さくなる

PART9　溶解度積の応用

問　生じていない

第 8 講　PART7　確認問題　解答

問 1

(1)　①

解説：

酢酸は弱酸であり，$[H^+] = \sqrt{cK_a}$ が成り立つので，

$[H^+] = \sqrt{0.27 \times 2.7 \times 10^{-5}} = 2.7 \times 10^{-3}$(mol/L)

$pH = -\log(2.7 \times 10^{-3}) = 3 - \log 2.7 = 3 - 0.43 = 2.57$

$\fallingdotseq 2.6$

(2)　②

解説：

溶液は未反応の酢酸と反応により生じた酢酸ナトリウムの混合溶液，すなわち緩衝液となっている。未反応の酢酸は 0.27mol/L × 0.050L = 0.0135mol，生じた酢酸ナトリウムは 0.27mol/L × 0.050L = 0.0135mol ある。緩衝液の $[H^+]$ は，$[H^+] = K_a \times \frac{c_a}{c_s}$ で表すことができるので，

$$[H^+] = 2.7 \times 10^{-5} \times \frac{\frac{0.0135}{0.15}}{\frac{0.0135}{0.15}} = 2.7 \times 10^{-5}\text{(mol/L)}$$

$pH = -\log(2.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 2.7 = 5 - 0.43 = 4.57$

$\fallingdotseq 4.6$

(3)　②

解説：

水酸化ナトリウム水溶液を合計 100mL 加えると，中和点に至る。中和点では全ての酢酸が反応によって酢酸ナトリウムに変化し，酢酸ナトリウムの水溶液となっている。そのため，中和点では酢酸ナトリウムの加水分解が起こっており，塩基性を示す。